A química; como ciência, representa uma significativa evolução humana - significativa não só a elegância da própria disciplina, mas também na sua capacidade em auxiliar na resolução de muitos problemas de uma população burguesa, num mundo de recursos tão limitados. De qualquer forma, este será o seu primeiro contato com esta importante ciência, e esperamos sinceramente que você, leitor, ache a química interessante, proveitosa e até muito divertida.

Neste capítulo serão mostrados alguns fundamentos. Uma discussão do que é a química, por que é importante e como melhor estudá-la. E, como a química é uma ciência, consideramos, em termos gerais, a natureza da metodologia científica. Após a definição de alguns termos importantes, o capítulo será concluído com alguns tópicos quantitativos, incluindo números, unidades e a resolução de problemas numéricos.

1.1. *QUÍMICA: O QUE, POR QUE E COMO?*

As ciências naturais incluem disciplinas que procuram mostrar um estudo sistemático da natureza. Entre elas citamos: a física, a biologia, a geologia, a astronomia... e a química.

O QUE É QUÍMICA?

***A* química** *estuda a natureza, as propriedades, a composição e as transformações da matéria.* O campo de interesse e aplicação da química é tão amplo que envolve quase todas as outras ciências; por isso, muitas disciplinas estão interligadas com a química, tais como a geoquímica, a astroquímica e a físico-química.

POR QUE ESTUDAR QUÍMICA?

Há muitas razões que explicam o porquê do estudo da química. Do ponto de vista prático, a química ajuda a adquirir um útil discernimento dos problemas da sociedade, com aspectos científicos e técnicos. Por exemplo, o que pode ser feito com relação: às influências da chuva ácida no meio ambiente; aos efeitos provocados pelo uso de alguns herbicidas e pesticidas; à destruição da camada de ozônio, na parte superior da atmosfera; e à possível elevação no nível dos oceanos provocada pelo aumento da concentração de dióxido de carbono e outros gases na atmosfera (o chamado efeito "estufa")? É prudente o uso dos raios gama na esterilização de alimentos para o consumo humano? É aconselhável o uso da sacarina como um adoçante artificial? Os processos industriais utilizados na manufatura de plásticos, papéis, gessos e tintas confirmam uma ameaça ao meio ambiente? Quais os riscos, se os produtos químicos estão presentes rios materiais de uso doméstico e de consumo, como

em detergentes, limpadores de forno, condicionadores de ar, açúcar refinado, café sem cafeína, alvejantes de roupas, antiperspirantes, ervas daninhas, conservantes de madeira e aspirina? Encontrar respostas para tais perguntas é uma forma de amenizar o "peso" ocasionado pelo conhecimento químico.

A química atua como um instrumento prático para o conhecimento e a resolução de problemas em muitas áreas de atuação da vida humana. É usada rotineira e extensivamente em engenharia, agricultura, silvicultura, oceanografia, física, biologia, medicina, tecnologia de recursos ambientais, nutrição, odontologia, metalurgia, eletrônica, ciência espacial, tecnologia fotográfica e em inúmeros outros campos.

Algumas pessoas estudam química simplesmente para satisfazer suas curiosidades naturais a respeito da realidade física. Elas estudam química por gosto próprio, devido ao que se revela sobre a natureza do universo e do nosso pequeno mundo, a Terra. Estudar o comportamento químico da matéria pode ser um interessante passatempo que, algumas vezes, conduz a uma vocação recompensadora.

COMO ESTUDAR QUÍMICA

As técnicas de estudo são muito individuais, e fornecer um ponto de referência de como estudar química (ou alguma outra disciplina) é arriscado. Um método de estudo satisfatório, para uma pessoa pode ser inconveniente para outra. Entretanto, considere as seguintes sugestões que podem ser úteis e auxiliares no desenvolvimento de suas próprias técnicas de aprendizagem em química:

1. Leia este livro *lenta* e cuidadosamente. A velocidade de leitura pode ser uma virtude, mas não é provavelmente uma boa idéia para este livro. Não se apresse, utilize o tempo que for necessário.

2. Responda às perguntas e resolva os problemas que se encontram no final de cada capítulo. De qualquer forma eles são propostos pelo seu professor. Cada bloco não deve ser considerado como um apêndice opcional extra, porém como parte integrante do capítulo. Os problemas foram preparados para *auxiliá-lo no aprendizado*, e não simplesmente para testar o seu progresso. A resolução dos problemas é absolutamente essencial. Para aprender química, em primeiro lugar deve-se tentar a resolução dos problemas, e não apenas lê-los ou escutá-los.

3. Estude criticamente e monitore seu próprio processo de aprendizagem. Ao ler os enunciados neste livro, questione-os. Verifique se realmente você entende a palavra, a frase, o parágrafo e a seção. Então, se a resposta for "não", empenhe-se um pouco mais. Ao perceber que o significado de um termo lhe parece vago ou não muito claro, consulte o Glossário ou o Índice Analítico, assim aprenderá a usá-los rotineiramente. Finalmente, deverá estar pronto para inter-relacionaras informações. Com certeza esta forma de estudo é demorada, mas funciona.

4. Em todo o livro há exemplos de problemas numéricos resolvidos. Não ignore estas resoluções. Os problemas resolvidos permitem o entendimento de importantes conceitos químicos, e pode-se aprender muito mais com as resoluções do que com a leitura de páginas e páginas escritas. Segue-se a estes exemplos um segundo problema similar ao primeiro, com a resposta. Não o ignore, tente resolvê-lo sozinho.

5. Não se intimide perante termos e conceitos que à primeira vista parecem estranhos. Na maior parte das vezes "estranho" significa apenas não-familiar; dê a si próprio um certo tempo para familiarizar-se com as novas idéias. Em breve você estará pensando, conversando e escrevendo sobre orbitais, ligantes e tetraedros (ou você já os conhece?), assim como você faz com maçãs, elefantes e videocassetes.

1.2 A METODOLOGIA CIENTÍFICA.

O processo de aquisição do conhecimento científico é freqüentemente atribuído ao método científico, fundamento de toda a ciência.

OBSERVAÇÕES E DADOS

O processo científico é iniciado com observações. Embora estas sejam algumas vezes acidentais, são normalmente realizadas sob condições rigorosamente controladas no laboratório. As observações podem ser *qualitativas* - tem relação com a natureza ou qualidade de alguma coisa, sem considerar a quantidade - (pode-se observar, por exemplo, que a cor de uma certa rosa é simplesmente vermelha) ou *quantitativas* - tem relação com a quantidade de alguma coisa, expressa numericamente - (pode-se usar um instrumento para obter um valor numérico do comprimento de onda da luz refletida nas pétalas de rosa). (Ver a Seção 5.4.)

Os registros das observações são chamados dados. Dados de observações quantitativas são freqüentemente colocados em tabelas numéricas e podem ser representados em gráficos ou por relações matemáticas.

LEIS

Análises cuidadosas dos dados científicos algumas vezes revelam similaridades, regularidades ou coerências, que podem ser resumidas em uma generalização conhecida como lei natural, ou simplesmente 'uma lei. Considere um exemplo: séculos atrás, o cientista britânico Robert Boyle estudou o comportamento do volume de uma amostra de gás, em resposta a uma alteração na pressão do gás quando este é mantido a temperatura constante. A Tabela 1.1 mostra os resultados de algumas medidas semelhantes àquelas feitas por Boyle. Quando observamos os números da tabela, percebemos que o produto da pressão do gás vezes o seu volume tem sempre o mesmo valor, como mostra a coluna do lado direito. Usando dados de um grande número de experimentos para diferentes gases, Boyle concluiu que para uma amostra de qualquer gás, mantida a determinada temperatura.

Pressão x Volume = Constante

Esta conclusão é uma generalização que resume os resultados, de muitas medidas experimentais de gases, e é conhecida atualmente como *lei de Boyle*. (Há um estudo pormenorizado do comportamento dos gases no Capítulo 4.).

Tabela 1.1 Pressão e volume de uma amostra de gás a temperatura constante.

Experimento nº	*Pressão do gás, gás, atm*	*Volume observado do gás, L*	*Produto de pressão – volume, L atm*
1	0,10	6,0	0,60
2	0,20	3,0	0,60
3	0,30	2,0	0,60
4	0,40	1,5	0,60

TEORIAS

A curiosidade é uma característica humana natural, e assim dados e leis conduzem à pergunta: "Por quê?". Por exemplo, desejamos saber *por que* os gases comportam-se de um certo modo. *Por que* o produto pressão volume para os gases, em certas condições, tem sempre o mesmo valor?Respostas ou explicações oferecidas para tais perguntas são

denominadas teorias. No caso de tentativas de respostas ou explicações, temos hipóteses. (Estes dois termos, teoria e hipótese, confundem-se em significado, não havendo significativa distinção entre ambos.).

As teorias são as chaves para o progresso científico. Cada uma delas é uma tentativa para explicar o comportamento observado em termos de um *modelo*, coisas que nos são familiares e cujo comportamento poderemos analisar e compreender. Por exemplo, veremos no Capítulo 4 que a lei de Boyle pode ser explicada com base em uma teoria conhecida como a *teoria cinético-molecular*. Esta teoria propõe a visualização do gás, como sendo constituído por pequeninas e inúmeras partículas, as *moléculas*, que estão bastante distanciadas, mas em um movimento contínuo, rápido e ocasional, chocando-se freqüentemente entre si e com as paredes do recipiente que contém o gás. As moléculas assemelham-se a um grupo de bolas de bilhar, com movimentos ao acaso e rápidos na superfície de uma mesa de bilhar, excetuando-se o fato de que as bolas de bilhar movem-se em apenas duas dimensões sobre a mesa. No Capítulo 4 veremos como este modelo de "bola de bilhar" pode ser útil na compreensão de porquê, à temperatura constante, o produto pressão-volume de uma amostra de gás é invariável.

O sucesso de uma teoria está na habilidade em sugerir novas propriedades ou comportamentos que não foram anteriormente observados. Em outras palavras, a teoria é usada para previsões, que podem ser testadas, posteriormente, por meio de novas experiências. Se os novos experimentos concordam com as observações baseadas na teoria, esta se toma ainda mais confiável, caso contrário, poderemos tentar modificá-la, ou talvez abandoná-la inteiramente e procurar uma nova, mais coerente. A teoria cinético-molecular, mencionada anteriormente, é uma teoria bem-sucedida. No Capítulo 4 veremos que é possível utilizá-la para prever muitos aspectos do comportamento dos gases, e como estas previsões são verificadas experimentalmente; pode-se depositar um alto grau de confiança na teoria, utilizando-a com vários propósitos.

Os dados obtidos de novos experimentos sugeridos pelas teorias conduzem o método científico a um ciclo fechado e repetitivo: novas observações são realizadas, novos dados são coletados, novas teorias são geradas, etc. O método científico constitui um processo lógico para a compreensão da natureza. Ele está resumido na Figura 1.1.

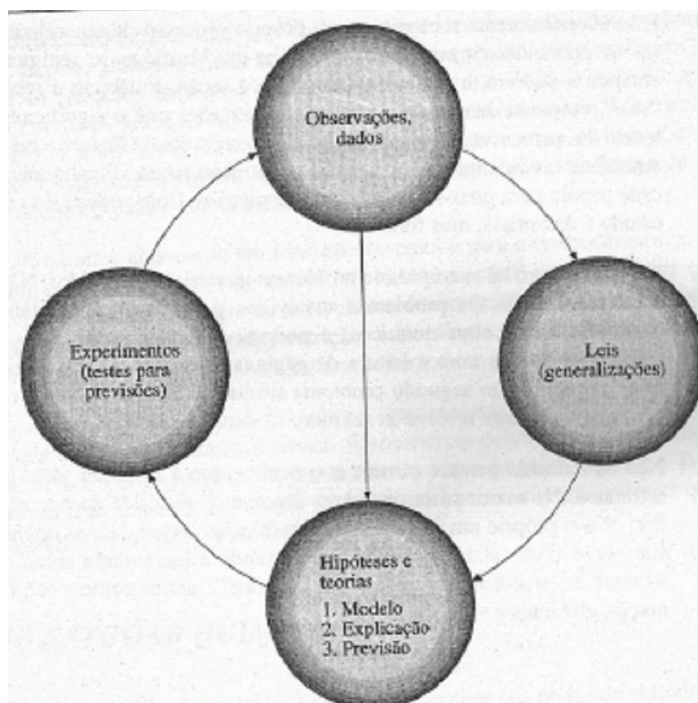



Figura 1.1 A aquisição do conhecimento científico: um ciclo repetitivo.

Por mais consistente que seja um modelo teórico, não devemos esquecer que é apenas um modelo idealizado por seres humanos. Ainda que uma teoria possa explicar satisfatoriamente um comportamento por meio de observações, é somente um modelo, e não se pode afirmar que retrate fielmente a realidade. No caso da teoria cinético-molecular, embora as evidências sejam favoráveis à existência de moléculas, ainda não pode ser comprovado, *com absoluta certeza*, que elas realmente existem. Entretanto, os apoios experimentais para a teoria cinético-molecular são tão rígidos a ponto de podermos considerar que elas realmente existem. Embora a distinção entre o modelo teórico e a realidade tenda a esvaecer-se com os anos, é importante manter a mente aberta e relembrar que qualquer teoria sólida é somente uma criação humana e pode ser algum dia superada. A teoria é a nossa descrição da realidade e não a realidade propriamente dita.

1.3 *A MATÉRIA*

Matéria é "essência" - esta não é uma definição muito sofisticada, mas um meio para introduzir a idéia de que a matéria tem existência física real. É dito com freqüência que matéria é tudo que tem *massa* e ocupa *espaço.* O conceito de algo ocupando espaço não causa dificuldade, mas o que é massa?

MASSA, INÉRCIA E PESO.

A massa de um objeto é uma medida numérica direta da *quantidade de matéria* do objeto. Um balde cheio de chumbo tem uma massa maior do que o mesmo balde cheio de água; isso significa que o balde com chumbo tem mais matéria do que o balde com água. A massa de um objeto pode ser determinada pela medida de sua inércia. Inércia é a resistência de um objeto a um esforço realizado para modificar o seu estado de movimento. Um objeto em repouso tende a permanecer em repouso, e um objeto em movimento tende a permanecer em movimento na mesma velocidade e na mesma direção. (Esta é a primeira lei do movimento de Newton). Considere uma ilustração: ao chutar um balde cheio de água, provavelmente você o empurraria, mas no caso de um balde com chumbo o efeito provocado seria pequeno, exceto pelo fato de que a ponta do seu pé ficaria certamente dolorida. Isto porque um balde com chumbo tem uma maior massa (contém mais matéria) e tem uma maior inércia (resistência ao movimento) do que o mesmo balde com água. Outro exemplo: a velocidade e a trajetória de uma bola de golfe arremessada para uma janela de vidro não sofreria modificação, estilhaçaria o vidro. Mas uma bola de pingue-pongue arremessada a uma mesma velocidade sofre uma grande mudança na direção, ricocheteando no vidro. Uma bola de golfe tem mais inércia do que uma bola de pingue-pongue, porque tem mais matéria ("essência"). A massa de uma bola de golfe é maior do que a da bola de pingue-pongue.

No laboratório a massa de um objeto é, geralmente, determinada pela comparação da massa do objeto com outro objeto (ou jogo de objetos) de massa conhecida. A *balança* química ou analítica é comumente utilizada para tal comparação, e na balança química moderna a comparação de massas não é, em geral, visível, pois está oculta no interior da balança e raramente é manipulada. A comparação de massas é, freqüentemente, chamada de "pesagem", devido ao longo e infeliz uso errado da palavra. (Ver a seguir.).

Outra propriedade que é determinada pela massa de um objeto é o seu *peso*. No planeta Terra, o peso de um objeto é a força gravitacional que atrai o objeto para a Terra, e esta depende da massa do objeto e de dois outros fatores: (l) a massa da Terra e (2) a distância entre o objeto e o centro da Terra (centro de massa). O peso de um dado objeto é maior no Pólo Norte ou no Pólo Sul do que na linha do Equador. A Terra é um pouco achatada, e por este motivo os pólos estão mais próximos do centro da Terra do que qualquer ponto da linha do Equador. Finalmente, o peso de um objeto é maior ao nível do mar do que no topo do Monte Everest.

Diferentemente do peso, a massa de um objeto não se altera de um local para, outro, pois a quantidade de matéria permanece constante. *Neste livro, não será usada a quantidade peso.*

Comentários Adicionais

Algumas pessoas têm dificuldade em conceituar massa e com certa razão, porque habitualmente o uso da palavra pode ter vários significados, que vão desde algo de grande porte ("uma massa de neve"), até algo grande em número ("uma massa populacional"). Observe que o significado científico da palavra difere destes citados. Massa é a medida de uma quantidade de matéria.

SUBSTÂNCIAS PURAS E MISTURAS

Uma **substância pura** é exatamente o que o termo indica: uma única substância com composição característica e definida e com um conjunto definido de propriedades. Exemplos de substâncias puras são: a água, o sal, o ferro, o açúcar comestível e o oxigênio.

A **mistura** consiste em duas ou mais substâncias fisicamente, misturadas. Algumas vezes, a mistura pode ser identificada por simples observação visual. O granito, por exemplo, é uma rocha constituída por uma mistura de grânulos de quartzo branco, mica preta e feldspato rosa e, algumas vezes, de outros minérios. Os componentes individuais do granito podem, em geral, ser vistos a "olho nu". Outras misturas requerem o uso de lupas ou microscópios para a individualização de seus componentes. Algumas misturas são ainda mais difíceis de serem caracterizadas: a água salgada, por exemplo, é uma mistura de sal em água, mas aparenta ser água pura.

É importante destacar que a mistura pode ser preparada com várias composições. A composição de sal em água, citada como exemplo, depende da quantidade relativa de sal e de água usada na sua preparação. As propriedades (ponto de congelamento, ponto de ebulição etc.) de tal mistura serão diferentes daquelas dos componentes e dependem da composição da mistura. Por exemplo, se modificarmos a composição de uma mistura de sal em água pela adição de mais sal, o ponto de congelamento da mistura diminuirá. Outros exemplos de misturas são: o leite, a madeira, o concreto, o óleo de motor, o batom, o ar e um elefante.

OS ESTADOS DA MATERIA

A matéria pode existir em três **estados**: sólido, líquido e gás. Um **sólido** conserva o seu volume e a sua forma, os quais são, portanto, independentes do tamanho e da forma do

recipiente que contém o sólido. Um **líquido** conserva seu volume, mas adquire a forma de seus recipientes. Tanto o volume como a forma dos **gases** são variáveis, assim os gases se expandem e adquirem a forma do recipiente em que são colocados. Os gases e os líquidos apresentam, ainda, 'uma capacidade de fluir, denominada **fluidez**, e por isso são chamados fluidos.

ELEMENTOS E COMPOSTOS

Há duas espécies de substâncias puras: os elementos e os compostos. Um **elemento** é uma substância simples, fundamental e *elementar*. São elementos: o sódio, o cloro, o hidrogênio, o oxigênio, o ferro, o carbono e o urânio. Um elemento não pode ser separado ou *decomposto* em substâncias mais simples. (A palavra "elemento" significa "o mais elementar", ou "o mais simples"). Atualmente são conhecidos 109 elementos, dos quais 90 ocorrem naturalmente na Terra. (Os demais têm sido sintetizados em aceleradores de partículas de alta energia.) .

Os elementos podem ser representados por uma abreviação designada por símbolo químico. Esta consiste em uma, duas, ou ocasionalmente três letras retiradas do nome do elemento, geralmente em português, porém às vezes de outras línguas, quase sempre latim. A primeira letra de um símbolo químico é sempre maiúscula e as letras subseqüentes são sempre minúsculas. Alguns símbolos e os elementos que eles representam são exemplificados na Tabela 1.2.

Compostos são constituídos ("compostos") de dois ou mais elementos combinados em uma *relação definida* e, assim, são substâncias mais complexas do que os elementos. Diferentemente das soluções, os compostos têm composição definida. Exemplos de compostos: o sal de cozinha (cujo nome químico é cloreto de sódio) é composto pelos: elementos sódio e cloro; a água, composta por hidrogênio e oxigênio; e o dióxido de carbono, composto por carbono e oxigênio. Os compostos podem ser *decompostos* (separados) em seus elementos constituintes, embora, em alguns casos, este processo possa ser complicado. Por exemplo, o cloreto de sódio pode ser decomposto em sódio e cloro. Como mencionado, cada componente tem uma composição definida. No caso, o cloreto de sódio é *sempre* constituído por 39,34% de sódio e 60,66% de cloro. *(Nota:* independentemente da procedência e da maneira de preparação, estas percentagens são expressas em *massa*, o que significa que, em cada 100,00 gramas de cloreto de sódio, 39,34 gramas são de sódio e 60,66 gramas são de cloro; o *grama* é uma unidade de massa que será introduzida na Seção 1.7.).

Assim como os elementos são representados por símbolos, os compostos são representados por fórmulas químicas. A fórmula de um composto é a combinação dos símbolos de seus elementos. Então, NaCl, H_2O e CO_2 representam o cloreto de sódio, a água e o dióxido de carbono, respectivamente. No Capítulo 2 serão discutidos os significados das fórmulas químicas e de seus índices numéricos.

Tabela 1.2 Alguns elementos e seus símbolos.

Elemento	*Símbolo*	*Origem do símbolo*
Hidrogênio	H	inglês
Oxigênio	O	inglês
Carbono	C	inglês
Magnésio	Mg	inglês
Manganês	Mn	inglês
Urânio	U	inglês
Crômio	Cr	inglês
Sódio	Na	latim (natrium)
Potássio	K	latim (kalium)
Prata	Ag	latim (argentum)
Tungstênio	W	alemão (wolfram)
Ferro	Fe	latim (ferrum)

FASES

A **fase** é definida como sendo uma região distinta, na qual todas as propriedades são as mesmas. Em uma amostra de água pura há uma só fase, porque em qualquer porção da amostra todas as propriedades são idênticas. Um sistema (porção do Universo que está sob observação) constituído de água líquida e um ou mais cubos de gelo tem duas fases: a fase gelo e a fase líquida. (Não importa o número de cubos de gelo; doze cubos, por exemplo, constituem uma só fase: gelo.) Quando o óleo é adicionado à água líquida, o óleo flutua na superfície da água e o sistema resultante tem duas fases: óleo e água. Entretanto, a água e o álcool são miscíveis e a sua mistura é monofásica: uma mistura uniforme e líquida de água e álcool.

As fases podem ser: sólida, líquida ou gasosa. Quase todas as combinações destas fases são possíveis, exceto quando da presença de uma única fase gasosa. (Os gases misturam-se completamente, constituindo, então, uma única fase.) A Figura 1.2 exemplifica diversos sistemas com vários números de fases.

Figura 1.2 Fases.

MISTURAS HOMOGÊNEAS E HETEROGÊNEAS

As misturas são classificadas em homogêneas e heterogêneas. A mistura homogênea apresenta uma única fase. São exemplos de misturas homogêneas: a água salgada, a gasolina, o ar, o vinagre e os vidros de janelas. A mistura homogênea é, usualmente, chamada de **solução**. Uma solução pode ser sólida, líquida ou gasosa. Os componentes (elementos ou compostos) das soluções podem estar presentes em qualquer número.

As misturas não apresentam uma composição única. Por exemplo, uma solução de água e álcool pode ter uma composição variável de 99,9999 % de água até 99,9999 % de álcool.

Nem sempre as soluções podem ser preparadas com qualquer composição: às vezes, a variação de suas composições é limitada. Em outras palavras, as soluções não têm composições fixas, como as dos compostos. Os componentes de uma solução podem ser separados por processos físicos, isto é, sem o uso de reações químicas. (Ver Seção 1.4.).

A distinção entre uma solução e uma substância pura, no laboratório, é feita pela medida da temperatura nas respectivas mudanças de estado. Uma substância pura, tal como a água, ferve a temperatura constante. Por outro lado, o ponto de ebulição de uma solução

líquida, por exemplo, água salgada, aumenta gradualmente. Isto ocorre porque o ponto de ebulição da solução depende da sua composição, e quanto maior for a concentração de substância dissolvida (sal, no exemplo citado), maior será o ponto de ebulição. Quando a: solução é fervida, a água se evapora e a concentração do sal na solução remanescente aumenta conseqüentemente. A Figura 1.3 mostra a variação do ponto de ebulição da água pura e da solução de água salgada. A Figura 1.4 ilustra uma maneira de classificar as diferentes formas da matéria.

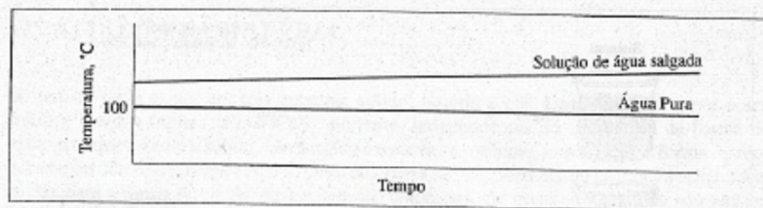



Figura 1.3 A variação do ponto de ebulição com o tempo: água pura e uma solução de água salgada.

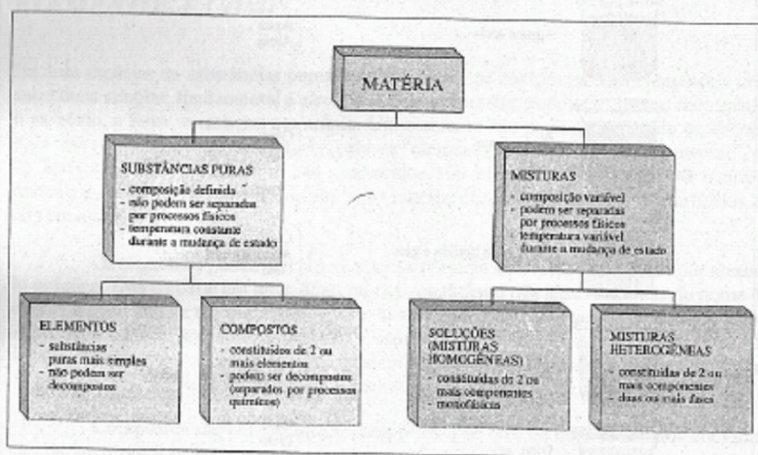



Figura 1.4 Uma classificação da matéria.

Comentários Adicionais

Neste ponto, as diferenças existentes entre um composto e uma solução podem ainda não estar muito nítidas para você, mas saiba que ambos os conceitos são mais complexos do que o dos elementos. A formação de um composto a partir de seus elementos é uma transformação mais significativa do que a formação de uma solução a partir de seus componentes. A formação da solução é apenas uma transformação física, enquanto a formação de um composto envolve uma reação química, (Ver Seção 1.4.) Areação química resulta na formação de novas substâncias. Com a ocorrência da reação química, modificações notáveis algumas vezes podem ser observadas na aparência (cor, forma, textura etc.) do sistema, podendo haver considerável liberação ou absorção de certa quantidade de

energia. Por outro lado, a formação de uma solução é um processo mais simples. Entretanto, nem sempre estas diferenças podem ser utilizadas como "regra rigorosa e rápida", pois há exceções. Contudo, é aconselhável ter em mente que a formação de um composto, frequentemente, envolve alterações mais fundamentais nas propriedades e nas estruturas do que a formação de uma solução.

1.4 *AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA*

As transformações da matéria são classificadas em físicas e químicas.

AS TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS

As **transformações físicas** não alteram a identidade das substâncias. As mudanças de estado são exemplos deste tipo de transformações. O ferro fundido, por exemplo, ainda é ferro. A água gelada, o gelo, é água, mas no estado sólido. Um pedaço de fio de cobre pode ser dobrado e não se transforma em outra substância, podendo até ser finamente dividido em grânulos de pó. Estes são exemplos de transformações físicas.

AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

As **transformações químicas** são mais significativas ou fundamentais do que as transformações físicas. Nestas transformações, substâncias são destruídas e outras, novas, são formadas. A exposição de um prego de ferro ao ar livre e à chuva, causa uma transformação química, porque o ferro é combinado quimicamente ao oxigênio e à água da atmosfera. Se esta exposição for longa, este desaparece e em seu lugar é encontrada uma nova substância, a ferrugem. As transformações químicas são denominadas **reações químicas**. As substâncias que desaparecem durante estas transformações são chamadas **reagentes**, e aquelas formadas são chamadas 'de **produtos**. Outros exemplos de transformações químicas são: a queima da madeira, a acidez do leite, a explosão de dinamite, o cozimento do pão e o processo a que chamamos vida.

AS *LEIS* DAS *TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS*

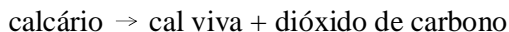
A observação de muitas reações químicas ao longo do tempo revelou um certo número de consistências conhecidas por **leis das transformações químicas**. A primeira destas leis foi enunciada por um químico francês, A.L. Lavoisier, em 1774, e é agora denominada **lei da conservação da massa**. Esta lei estabelece que *durante uma transformação química não é mensurável* o *ganho* ou *a perda de massa;* isto é, à soma das massas dos produtos é igual à

soma das massas dos reagentes. O enunciado é razoável porque nas reações químicas não há destruição nem criação de matéria, apenas a transformação.

Exemplo 1.1 Quando o composto calcário (carbonato de cálcio) é aquecido, decompõe-se na forma de cal viva (óxido de cálcio) e no gás dióxido de carbono. Supondo que 40,0 g de calcário é decomposto, restando 22,4 g de cal viva, quanto dióxido de carbono é formado?

(Nota: neste exemplo é novamente usado o grama, abreviação g, uma unidade de massa. Esta e outras unidades serão discutidas na Seção 1.7.).

Solução: A lei da conservação da massa para uma reação química.

$$\text{calcário} \rightarrow \text{cal viva} + \text{dióxido de carbono}$$

nos diz que nenhuma variação ocorre na massa total. Isto significa que a massa do calcário decomposto é igual à soma das massas dos dois produtos. Assim, podemos escrever:

$$\text{massa}_{\text{calcário}} = \text{massa}_{\text{cal viva}} + \text{massa}_{\text{dióxido de carbono}}$$

então,

$$\text{massa}_{\text{dióxido de carbono}} = \text{massa}_{\text{calcário}} - \text{massa}_{\text{cal viva}}$$

$$= 40{,}0\text{ g} - 22{,}4\text{ g}$$

$$= 17{,}6\text{ g de dióxido de carbono}$$

Problema Paralelo: O ferro combina-se com o oxigênio para formar o composto óxido de ferro. Se 14,3g de óxido de ferro são formados na reação, usando-se 10,0g de ferro quanto oxigênio é necessário? **Resposta**: 4,3 g.

A **segunda**, lei das transformações químicas é a **lei da composição definida**, também conhecida como **lei da composição constante** ou **lei das proporções definidas**. Esta lei descreve a mais importante propriedade de um composto, sua composição fixa: *Cada componente de um composto tem sua composição em massa, definida e característic*a. Por exemplo, em uma amostra de cloreto de sódio, 39,44% da massa total é sódio e , 60,66%é cloro.Similarmente, a água sempre consiste em 11,19% de hidrogênio e 88,91% de oxigênio, em massa.

A Figura 1.5 ilustra o fato de não ser possível "forçar" um composto a ter diferentes composições pela combinação de diferentes quantidades de seus elementos constituintes. Se a quantidade de um elemento é maior do que a necessária para a combinação comum segundo

elemento, após a formação do composto certa quantidade do primeiro elemento permanecerá inalterada. (É dito que está *em excesso.)* Em cada um dos três casos mostrados na Figura 1.5, a composição do composto é a mesma, 25% de A e 75% de B.

Exemplo 1.2 Os elementos magnésio (Mg) e bromo (Br) combinam-se para formar o composto brometo de magnésio. Em um experimento, 6,00 g de Mg foram misturadas com 35,0 g de Br. Após a reação observou-se que, embora todo o Br tenha reagido, 0,70 g de Mg permaneceu em excesso. Qual é a composição percentual, em massa, do brometo de magnésio?

Solução: Massa do bromo usada = 35,0 g

Massa do magnésio usada = 6,00 g - 0,70 g = 5,30 g

Massa do composto formado = 35,0 g + 5,30g = 40,3 g

$$\% \text{ Mg} = \frac{\text{massa de Mg}}{\text{massa do composto}} \times 100$$

$$= \frac{5{,}30\text{g}}{40{,}3\text{g}} \times 100 = 13{,}2\%$$

$$\% \text{Br} = \frac{35{,}0 \text{ g}}{40{,}3 \text{ g}} \times 100 = 86{,}8\%$$

Problema Paralelo: Os elementos ferro (Fe) e cloro (Cl) combinam-se para formar cloreto de ferro. Em um experimento, 1,25g de Fe foram misturados a 2,50 g de Cl e a reação teve início. A seguir encontrou-se cloreto de ferro, juntamente com 0,12 g de cloro não-reagente. Qual é a composição percentual, em massa, do cloreto de ferro? **Resposta**: 34,4% Fe, 65,6% Cl.

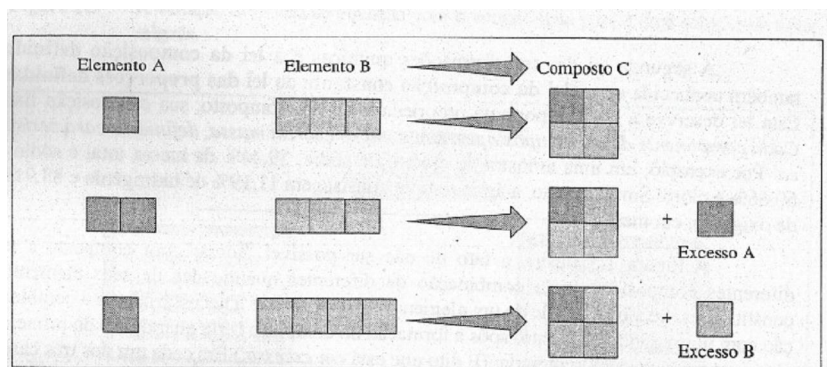



Figura 1.5 As leis de conservação da massa e composição definida: um exemplo hipotético. Proporções diferentes dos elementos A (quadrados sombreados em tom mais escuro) e B (quadrados em tom mais claro) são misturados para a reação formar o composto C, que é composto de 25% de A e 75% de B, em massa. Cada quadrado representa uma massa arbitrária.

1.5 *A ENERGIA*

A **energia**, como a matéria, é um termo fundamental, comumente usado e de difícil definição. É geralmente dito que energia é a *habilidade ou capacidade de produzir trabalho*. Há muitas formas de energia, por exemplo: mecânica, elétrica, calor, nuclear, química e radiante, todas interconversíveis. Mas o que é **trabalho**? Considerando-se apenas o trabalho mecânico, podemos dizer que este é realizado *quando um objeto é movimentado contra uma força de oposição*. Por exemplo, ao levantarmos um livro de uma mesa, realizamos um trabalho sobre o livro, porque o *deslocamos* contra a *força de oposição* da gravidade. Há outras formas de trabalho, que são igualmente definidas.

A ENERGIA MECÂNICA

Energia mecânica é a energia que um objeto possui devido a seu movimento ou a sua posição. A energia de movimento é chamada **energia cinética**. Por exemplo, a energia cinética do movimento de um bastão de beisebol é a habilidade do bastão realizar trabalho na condução da bola de beisebol no ar, contra a força da gravidade.

A energia cinética (E_k) de um objeto em movimento depende da massa do objeto *(m)* e de sua velocidade *(v)*, do seguinte modo:

$$E_k = \frac{mv^2}{2}$$

Portanto, se dois objetos têm a mesma massa, movimenta-se mais rapidamente o de maior energia cinética, e se dois objetos movimentam-se com a mesma velocidade, o de maior massa tem maior energia cinética.

Comentários Adicionais

Pense a respeito: Você preferiria ser atingido por uma: bola de golfe se movendo rápida ou lentamente? Por uma bola de golfe ou uma bala de canhão se movendo à mesma velocidade?

Uma segunda forma de energia é a **energia potencial**. A energia potencial mecânica é a energia que depende da posição do objeto, e não do seu movimento. Os objetos "adquirem" energia potencial ou cinética (ou ambas) quando é realizado trabalho sobre eles. Uma barra de ferro, por exemplo, adquire energia potencial quando é levantada contra a força da gravidade (Figura *1.6a)*, quando é movimentada contra a força exercida por uma mola presa (Figura

1.6b), ou quando é afastada de um ímã (Figura *1.6c)*. Em cada caso, a energia potencial da barra aumenta quanto mais se distancia da força de oposição. A energia potencial *(E_p)* que um objeto adquire depende da distância (*d*) movida pelo objeto e da forca de oposição *(F)* ao seu movimento:

$$E_P = Fd$$

A energia pode ser transformada de uma para outra forma, porém *não pode ser criada nem destruída, e*ste é o enunciado da **lei da conservação de energia**. A energia cinética pode ser convertida em energia potencial e vice-versa (interconversão). Ao levantarmos um objeto acima da superfície da Terra contra a força de oposição da gravidade, sua energia potencial aumenta, e sua distância, em relação à superfície, também, Se o objeto é abandonado ao solo, sua energia potencial decresce, assim como a sua distância em relação à superfície. Mas, simultaneamente, aumenta a energia cinética do objeto, pois sua velocidade é aumentada, como um resultado da aceleração do objeto pela ação da força da gravidade. Em resumo, a energia potencial do objeto foi *convertida* em energia cinética, Ao atingir o solo, ocorrem outras conversões de energia, a energia cinética é convertida em calor, som e em outras formas. As conversões ocorrem sem nenhuma perda na energia *total.*

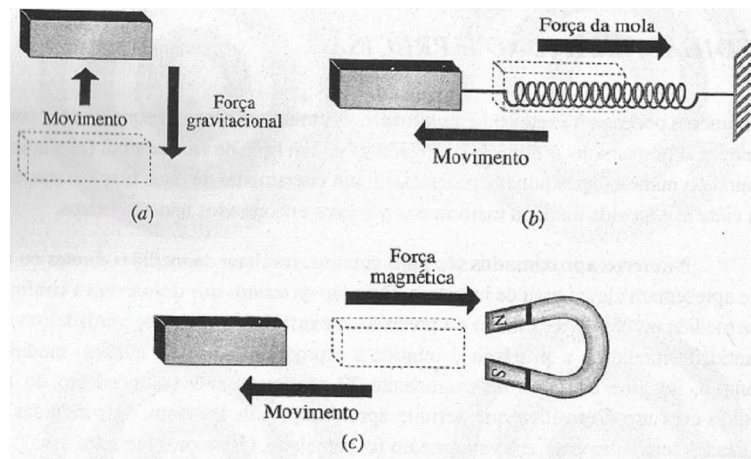



Figura 1.6 Energia potencial. A energia potencial da barra de ferro é aumentada de três maneiras: *(a)* pela sua elevação contra a ação da gravidade, *(b)* pelo seu movimento contra a força exercida por uma mola e *(c)* pela repulsão magnética.

As unidades comumente empregadas para expressar quantidades de energia serão introduzidas na Seção 1.7.

Comentários Adicionais

Os conceitos de energia cinética e potencial são utilizados em química e também em toda a ciência. Estes conceitos foram brevemente comentados porque são utilizados na descrição do comportamento de várias partículas submicroscópicas (moléculas, átomos, etc.) constituintes da matéria.

O CALOR E A TEMPERATURA

A distinção entre calor e temperatura é importante. **Calor** (ou **energia calorífica**) é *uma forma de energia que é diretamente transferida de um objeto mais quente para um mais frio.* Tal energia não está na forma de calor antes ou depois da transferência, somente *durante* a transferência. Em outras palavras, calor é energia *em trânsito.* Após a absorção de energia calorífica por um objeto, não é correto dizer que o objeto "contém mais calor". Neste caso, o objeto contém mais energia, mas não calor.

O que acontece com a energia calorífica absorvida por um objeto? Segundo a lei da conservação de energia, a energia total do objeto aumenta. Este aumento pode ocorrer de três modos: ou as energias cinéticas das partículas constituintes do objeto aumentam, ou suas energias potenciais aumentam, ou ambas aumentam simultaneamente. A **temperatura** de um objeto *mede a energia cinética média de suas partículas.* Quando o calor é transferido para um objeto, a energia cinética média de suas partículas componentes é aumentada, estas partículas movem-se então mais rapidamente e a temperatura do objeto aumenta.

Algumas vezes, a transferência de calor para um objeto não provoca o aumento da temperatura. Isto significa que a energia cinética média não está aumentando. Em tal situação, o que ocorreu com a energia calorífica transferida? Esta energia está aumentando a energia potencial média das partículas do objeto. Isto ocorre quando uma substância sofre uma mudança de estado. A adição de calor ao gelo a 0°C, por exemplo, não causa aumento de temperatura (a energia cinética média das moléculas permanece constante). O gelo funde, contudo, formando água líquida, ainda a 0°C. A energia potencial média das moléculas na água líquida é maior do que a das moléculas de gelo, na mesma temperatura.

AS UNIDADES DE TEMPERATURA

Duas escalas de temperatura são muito utilizadas: a escala Celsius e a escala Fahrenheit. Na escala Celsius as unidades são denominadas graus Celsius °C; nesta escala o ponto do congelamento da água é 0°C e o ponto de ebulição é 100°C, sob pressão atmosférica de 1 atmosfera.

Na América de Norte a **escala Fahrenheit** é comumente usada. As unidades nesta escala são os *graus Fahrenheit* (°F). Sob pressão 1 da atmosfera, a água congela a 32°F e ferve a 212°F. A conversão de graus Fahrenheit para graus Celsius é dada pela expressão:

$$°C = \frac{5}{9} (°F - 32)$$

No Capítulo 4 será introduzida a terceira e mais' importante escala de temperatura, a escala ***Kelvin***.

1.6 *OS NÚMEROS: USOS E EXTRAPOLAÇÕES*

A química é uma ciência quantitativa. Muitas relações químicas somente são expressas satisfatoriamente em linguagem matemática. A seguir discutiremos como "tratar" os valores numéricos obtidos experimentalmente.

A NOTAÇÃO EXPONENCIAL

Alguns números são ou muito grandes ou muito pequenos, de modo que o emprego do sistema decimal usual mostra-se inadequado e incômodo. Por exemplo, não só é uma perda de tempo escrever 0,000000000000000000472 como também tem-se apenas uma vaga impressão do quanto este número é pequeno. É bem mais conveniente escrever $4,72 \times 10^{20}$. Esta notação é conhecida por **notação exponencial** ou científica.

Quando a notação exponencial é utilizada, o número é escrito como o produto de um coeficiente e de um multiplicador. O *coeficiente* é um número com apenas um dígito do lado esquerdo da vírgula. O *multiplicador* é o número 10 elevado a alguma potência. Por exemplo, o número 9.876.543 em notação exponencial é escrito do seguinte modo:

$$9,876543 \times 10^{6}$$

(coeficiente) x (multiplicador)

Comentários Adicionais

Muitas calculadoras de bolso não mostram os expoentes como representados anteriormente, mas mostram o número do exemplo citado, como 9,876543 E6 o uso da notação científica neste livro tomará o estudante capaz de converter um número para a (e da) forma exponencial e realizar operações aritméticas com os números escritos desta forma.

MEDIDAS, EXATIDÃO E PRECISÃO.

Os números podem ser exatos ou aproximados. **Números exatos** são aqueles com nenhuma incerteza. Por exemplo: o número de jogadores de um time de basquetebol (exatamente 5), ou ainda o número de esquinas existentes em um cruzamento de duas ruas (exatamente 4). Em ciência e na vida diária, a maioria dos números encontrados não são exatos.

Números aproximados são mais comuns, resultam de medidas diretas ou indiretas e apresentam algum grau de incerteza. Dois são os termos que descrevem a confiança de uma medida numérica: a exatidão e a precisão. A **exatidão** é relativa ao verdadeiro valor da quantidade medida e a **precisão** é relativa à reprodutibilidade do número medido. Por exemplo, imagine um lápis de exatamente 22 centímetros. O comprimento do lápis é medido com um dispositivo que permite aproximações de 0,01 cm. Seis medidas foram realizadas separadamente, e o valor médio foi calculado. Os valores medidos são:

20,14 cm.
20,17 cm
20,12 cm
20,16 cm
20,15 cm
20,12 cm

Média = 20,14 cm

Embora estes números oscilem em torno da média, nenhuma medida está próxima do verdadeiro valor do comprimento do lápis (22 cm). Como a reprodutibilidade do comprimento medido (20,14 cm) é boa (nenhuma medida difere por mais de 0,03 cm do valor médio), sua precisão é considerada alta. Mas os números individuais (e sua média) não estão próximos do verdadeiro comprimento do lápis, e, portanto a exatidão do resultado é considerada baixa.

Exatidão e precisão em números são comparáveis à exatidão e precisão quando se tem uma série de projéteis atirados em um alvo (ver Figura 1.7). A alta precisão é ilustrada pela

proximidade de um grupo de tiros no alvo. A alta exatidão é representada pelo agrupamento centralizado de tiros ao redor do centro do alvo.

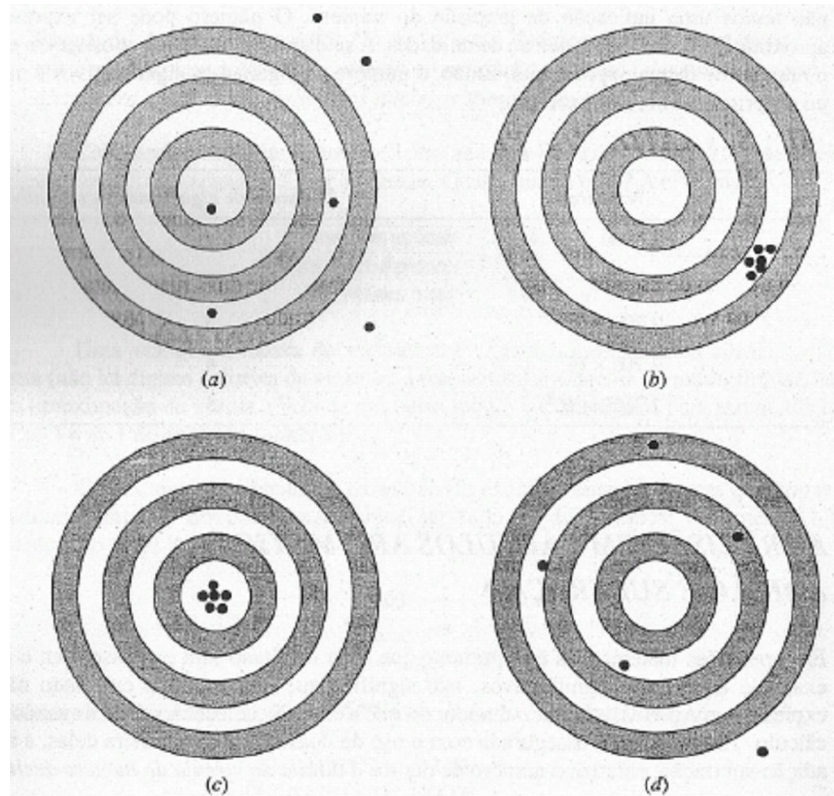



Figura 1.7 Precisão e exatidão em um jogo de tiro ao alvo: *(a)* baixa precisão, baixa exatidão; *(b)* alta precisão, baixa exatidão; *(c)* alta precisão, alta exatidão; *(d)* baixa precisão (acidental?), alta exatidão.

OS ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Um método conveniente para expressar a precisão de um número é aquele em que o número de *algarismos significativos* do número indica a precisão relativa do próprio número. Como exemplo, imagine você medindo o comprimento de um lápis com o uso de uma régua. Você é experiente em medidas com régua, e é cuidadoso. Numa das extremidades do lápis você demarcou o zero e observou que a "medida até a outra extremidade está compreendida entre duas graduações da régua, 20,1 cm e 20,2cm. Na determinação de uma medida é prudente obter e registrar o maior número de dígitos que o dispositivo e o método de medida permitirem. Portanto, o último dígito deve ser *encontrado.* Na tentativa de medir o comprimento do lápis com a maior precisão possível, você verificou que a ponta do lápis está localizada cerca de quatro décimos entre 20,1 e 20,2, ou seja, a 20,14 cm. O número obtido

tem *quatro algarismos significativos.* Em geral, *quanto mais algarismos significativos estiverem presentes em um número, maior será a sua precisão.*

Algarismos significativos ou **dígitos significativos**, como também são chamados, *são dígitos que servem para determinar o valor (tamanho) do número, e não para indicar meramente a posição da vírgula no número decimal.* Quando um número é escrito corretamente, o *último* algarismo significativo (à direita) é aquele que pode apresentar uma certa incerteza ou dúvida. (Os dígitos posteriores a este número não são mostrados porque são completamente desconhecidos). Quando você expressou o comprimento do lápis como sendo de 20,14 cm, a incerteza está no valor do último número, avaliado como aproximadamente 4.

Na determinação do número de algarismos significativos de um número, seus dígitos são contados, inicialmente pelo primeiro dígito diferente de zero à esquerda. Por exemplo:

Número	*Número de algarismos significativos*
7	*1*
7,4	2
7,41	3
7,414	4

Os zeros terminais posteriores à vírgula são contados como algarismos significativos, assim como os zeros do interior do número:

Número	*Número de algarismos significativos*
7,40	3
7,04	3
7,0004	5
7,0400	5
7,0000	5
700,04	5

Quando os dígitos *não* são algarismos significativos? Os zeros usados em números menores do que um *com a única finalidade de posicionar a vírgula* e aqueles zeros que algumas vezes são colocados à esquerda da vírgula dos mesmos números (como no número 0,4) não são algarismos significativos. Por exemplo:

Número	*Número de algarismos significativos*
,007	1
0,007	1
0,00746	3
0,00007	1
0,00700	3
700,007	6

Quando um número é escrito em notação exponencial, seu número de algarismos significativos é determinado somente pelos dígitos do coeficiente. Exemplo:

Número	*Número de algarismos significativos*
7×10^{-3}	1
$7{,}46 \times 10^{-3}$	3
7×10^{-5}	1
$7{,}00 \times 10^{-3}$	3
$7{,}00007 \times 10^{2}$	6

(Compare estes números com seus equivalentes escritos convencionalmente na lista anterior)

Um problema especial surge com uma outra espécie de números, os que terminam com zero. Considere o número "vinte e sete mil". Este número (sem o uso da notação exponencial) é escrito, certamente, como 27.000. A questão é: são estes zeros significativos ou não? Se 27.000 é expresso com aproximação até *mil*, então, como ele tem *dois* algarismos significativos (o 2 e o 7), os zeros servem apenas para posicionar o ponto e não são significativos. Se, por outro lado, ele é expresso com aproximação até *cem*, então ele tem *três* algarismos significativos: o 2, o 7 e o primeiro zero. Somente olhando para "27.000" não temos uma indicação da precisão do número. O número pode ser expresso com aproximação de mil, cem, dez ou de unidades. A saída para o problema consiste em escrever o número de forma exponencial. Então, o número de algarismos significativos é mostrado no próprio número. Por exemplo:

Número	*Número de algarismos significativos*
27.000	?
2,7 x 10^4	2
2,70 x 10^4	3
2,700 x 10^4	4
2,7000 x 10^4	5

A PRECISÃO EM CÁLCULOS ARITMÉTICOS:

ADIÇÃO E SUBTRAÇÃO

Em operações matemáticas é importante que cada resultado seja expresso com o número exato de algarismos significativos. Isto significa que um resultado calculado não deve expressar uma precisão maior ou menor do que a especificada pelos números usados para o cálculo. Tal pretensão é assegurada com o uso de duas regras. A primeira delas, a regra da adição-subtração, enfatiza o número de dígitos *à direita da vírgula do número decimal.*

Comentários Adicionais

Para um número como 27.000, um método que poderia ser usado para mostrar que um zero é significativo seria simplesmente sublinhá-lo. Desse modo, então, 27.000 tem cinco algarismos significativos e 27.000 apenas dois. (Um método semelhante usa a sobrelinha, em vez da sublinha.) Esta não é uma prática universal e não será usada neste livro. De preferência, usaremos a notação exponencial.

Regra de Adição-Subtração: *No uso destas* duas *operações aritméticas, o número* de *dígitos à direita da vírgula no resultado calculado* deve ser *o mesmo do número com menos dígitos* dos *números somados ou subtraídos:*

Considere o seguinte exemplo: Uma amostra de açúcar de 11,51 g de massa é colocada em um recipiente de 137 g de massa. Qual a massa total?A resposta é:

Massa de açúcar	11,51 g
Massa do recipiente	137, g
Massa total	149, g

Uma vez que a massa do recipiente é expressa somente com aproximação de grama (não há dígitos à direita da vírgula), a massa total é expressa de modo similar, isto é, com

aproximação de grama. (Veja de um outro modo: não há dígitos para serem adicionados ao 5 e ao 1 do primeiro número.)

Um exame mais detalhado da adição do exemplo anterior mostra que houve um arredondamento. O arredondamento pode ser feito de dois modos: o número 11,51 é arredondado *antes* da adição:

$$
\begin{array}{lcr}
11{,}51 & \longrightarrow & 12, \\
137, & \longrightarrow & \underline{137,} \\
 & & 149,
\end{array}
$$

Ou zeros são adicionados ao número 137, e o resultado é arredondado *após* a adição:

$$
\begin{array}{lcrcr}
11{,}51 & \longrightarrow & 11{,}51 & & \\
137 & \longrightarrow & \underline{137{,}00} & & \\
 & & 148{,}51 & \longrightarrow & 149
\end{array}
$$

Os dois procedimentos conduzem, geralmente, a resultados idênticos; alguma pequena diferença pode ser encontrada no último algarismo significativo, o incerto. Observe que a adição de *zeros* após a vírgula é arbitrária, e mesmo quando feita, os zeros não são algarismos significativos. Em vez de zeros, pontos de interrogação (??) poderiam ser usados:

$$
\begin{array}{lcrcr}
11{,}51 & \longrightarrow & 11{,}51 & & \\
137, & \longrightarrow & \underline{137,??} & & \\
 & & 149,?? & \longrightarrow & 149
\end{array}
$$

OS *ARREDONDAMENTOS*

A redução do número de dígitos de um número por um arredondamento obedece às seguintes regras: (1) Se o dígito a ser eliminado é maior do que 5, o dígito precedente é aumentado de uma unidade (27,76 é arredondado para 27,8); (2) Se o dígito a ser eliminado é menor do que 5, o dígito precedente é mantido (27,74 é arredondado para 27,7). E o número de final 5, como é arredondado? O número 27,75 é exatamente a metade entre 27,7 e 27,8. Uma prática comum, às vezes arbitrária, é a da manutenção do último dígito, quando for um número par. Então, o arredondamento para três dígitos de 27,75 é para *cima*, 27,8, mas de 27,65 é para *baixo*, 27,6.

Comentários Adicionais

A eliminação de dígitos por arredondamento ocorre em uma única etapa, e não por estágios. O arredondamento do número 3,457 para um algarismo significativo é 3. O

processo por partes (3,457 → 3,46 → 3,5 → 4) é incorreto, pois 3,457 está mais próximo de 3 do que de 4.

A *PRECISÃO EM CÁLCULOS ARITMÉTICOS: MULTIPLICAÇÃO E DIVISÃO*

A regra utilizada é diferente da regra da adição-subtração.

Regra da Multiplicação-Divisão: *Nestas* duas *operações aritméticas*, *o* número de *algarismos significativos, no resultado calculado*, deve ser *o mesmo* que *o menor número de algarismos significativos dos termos multiplicados ou divididos.*

A regra é ilustrada pelos exemplos:

$$\frac{1{,}473}{2{,}6} = 0{,}57$$

No caso, *o* quociente é expresso por dois algarismos significativos, porque *o* divisor apresenta somente dois algarismos significativos: 2 e 6.

Outro exemplo:

$$3{,}94 \times 2{,}122345 = 8{,}36.$$

Neste produto, o número de algarismos significativos do resultado é limitado pelo número de algarismos, significativos do primeiro termo, 3,94.

Veja a seguir:

$$9 \times 0{,}00043 = 0{,}004$$

Para este exemplo, o produto apresenta um algarismo significativo, pois o número 9 tem somente um algarismo significativo.

Outros Exemplos:

$$\frac{6{,}734 \times 10^{3}}{7{,}41 \times 10^{8}} = 9{,}09 \times 10^{-6}$$

$$\frac{3{,}6\ (7{,}431 \times 10^{8})}{1{,}49\ (6{,}67 \times 10^{4})} = 2{,}7 \text{ X } 10^{4}$$

Quando as operações de adição, subtração, multiplicação e divisão estiverem presentes em um problema, resolva-as em etapas, atenciosamente, para que *o* resultado final apresente *o* número correto de algarismos significativos. Constate você mesmo:

$$\frac{(4,28)\,[60,621 - (606,1 - 598,38)^2]}{\frac{146,7}{22,8} - (6,67)\,(1,4)} = -2$$

OUTRAS OPERAÇÕES

É importante atentar para *o* número de algarismos significativos em todas as operações numéricas. Uma consideração a respeito de logaritmos e antilogaritmos será dada posteriormente. (Ver o Apêndice D.)

1.7 AS *UNIDADES MÉTRICAS*

Há muito tempo as unidades métricas são empregadas, extensivamente, por todas as ciências, com o propósito de expressar quantidades numéricas. Vários sistemas de unidades métricas foram em pregados no passado, mas a tendência atual é a do uso de um sistema universal de unidades.

AS *UNIDADES SI*

As unidades SI são as unidades do sistema métrico unificado usado 'hoje em dia. (SI significa *System lnternational d'Unités*, e é a abreviação adotada em todos os idiomas). O fundamento das unidades SI compreende *o* conjunto de sete unidades, conhecidas por *unidades básicas*. Estas são apresentadas na Tabela 1.3. Neste livro usaremos cada uma delas, exceto a unidade candela.

Intimamente relacionadas às unidades fundamentais SI estão *as unidades derivadas*. As unidades derivadas resultam da combinação de duas *ou* mais *unidades básicas*. Exemplos de unidades derivadas são: o metro quadrado (m^2), uma unidade de área, e o metro cúbico (m^3), uma unidade de volume. Algumas das unidades derivadas têm nomes especiais. A unidade de força, por exemplo, é o *newton* (N). Um newton é a força necessária para imprimir à massa de um quilograma (1 kg) a aceleração (aumento na velocidade) de um metro por segundo a cada segundo (1 m/s^2). Como uma unidade derivada, o newton é definido em termos de unidades básicas:

$$1\ N = \frac{1.kg.m}{s^2}$$

Tabela 1.3 As sete unidades básicas do SI

Nome da unidade	Símbolo	Grandeza Física
Quilograma	Kg	Massa
Metro	m	Comprimento
Segundo	s	Tempo
Ampére	A	Corrente Elétrica
Kelvin	K	Temperatura
Candela	cd	Intensidade Luminosa
Mol	mol	Quantidade de Matéria

De importância para o químico é a unidade de energia do SI cuja denominação especial é *joule* (J). Um joule é a energia gasta quando a força de um newton desloca um objeto de um metro na direção da força aplicada. Esta unidade derivada também é chamada de *newton-metro* (N m). A Tabela 1.4 mostra algumas unidades derivadas do SI. (Veja o Apêndice B para discussão mais ampla das unidades SI.).

Tabela 1.4 Algumas unidades derivadas SI.

Nome da unidade	Símbolo	Grandeza física
Metro quadrado	m^2	Área
Metro cúbico	m^3	Volume
Metro por segundo	m/s	Velocidade
Metro por segundo ao quadrado	m/s^2	Aceleração
Newton	N = (kg $m/s^{2)}$	Força
Joule	J = (Nm)	Energia
Pascal	Pa = (N/m^2	Pressão

OS MÚLTIPLOS E OS SUBMÚLTIPLOS DAS UNIDADES MÉTRICAS

Uma das grandes vantagens do sistema métrico de unidades é que ele é um sistema decimal. Isto significa que algumas unidades são múltiplas de outras e se relacionam por potências de 10. Por exemplo, a unidade de comprimento, o *quilômetro* (km) é 10^3 (ou 1.000) vezes maior do que sua unidade básica, o *metro* (m). Em outras palavras:

$$1 \text{ km} = 1 \times 10^3 \text{m}$$

O prefixo *quilo* - designa o fator 10^3, e assim um quilograma é equivalente a 10^3 gramas, ou:

$$1kg = 1 \times 10^3 g$$

Algumas vezes o prefixo no nome da unidade indica que a unidade é um submúltiplo (uma fração decimal) da unidade da qual é derivada. O prefixo *mili*-, por exemplo, significa 10^{-3} (ou 1/1000). Portanto, 1 milímetro é equivalente a 10^{-3} metro, ou:

$$1 mm = 1 \times 10^{-3} m$$

A Tabela 1.5 mostra os prefixos métricos mais usados, e outros podem ser encontrados no Apêndice B.

Em química as unidades SI são usadas na maioria dos casos. Entretanto, algumas outras unidades são comuns. Por exemplo, duas unidades de volume' métricas, mas não pertencentes ao SI, são o *litro* (L) e seu submúltiplo, o *mililitro* (mL). Embora o litro tenha sido definido como o volume ocupado por um quilograma de água a 3,98°C, ele foi redefinido em 1964 como sendo exatamente igual a um decímetro cúbico (dm^3). (A diferença é muito pequena.) Isto significa que, com a definição, o mililitro é idêntico ao centímetro cúbico (cm^3). As unidades mililitro e litro, freqüentemente usadas neste livro, são tradicionais e convenientes para muitas finalidades químicas. Lembre-se de que:

$$1 L = 1 dm^3$$

e

$$1 mL = 1 cm^3$$

Tabela 1.5 Prefixos comuns no sistema métrico.

Prefixo	Abreviação	Significado	Exemplos
Kilo	k	10^{3}	1 kilograma = 10^{3} g (1 kg = 10^{3} g)
Deci	d	10^{-1}	1 decímetro = 10^{-1} m (1 dm = 10^{-1} m)
Centi	c	10^{-2}	1 centímetro = 10^{-2} m (1 cm = 10^{-2} m)
Mili	m	10^{-3}	1 milímetro = 10^{-3} m (1 mm = 10^{-3} m)
Micro	µ	10^{-6}	1 micrograma = 10^{-6} g (1 µg = 10^{-6} g)
Nano	n	10^{-9}	1 nanômetro = 10^{-9} m (1 nm = 10^{-9} m)

Tabela 1.6 Equações de conversão.

Quantidade	*Métrico-inglês*	*Inglês-métrico*
Comprimento	1 km = 0,621 mi	1 mi = 1,61 km
	1 m = 1,09 yd	1 yd = 0,914 m
	1 m = 39,4 in	1 in = $2,5410^{-2}$ m (exatamente)
	1 cm = 0,394 in	1 in = 2,54 cm (exatamente)
Massa	1 kg = 2,20 lb	1 lb = 0,454 kg
	1 g = $3,5310^{-2}$ oz	1 oz = 28,3 g
Volume ou Capacidade	1 L = 1 dm^{3} = 1,06 qt	1 qt = 0,946 L = 0,946 dm^{3}
	1 mL = 1 cm^{3} = $6,10 \times 10^{-2}$ in^{3}	1 in3 = 16,4 mL = 16,4 cm^{3}

A Tabela 1.6 contém equações que são usadas na conversão entre algumas das unidades do sistema métrico-inglês e inglês-métrico. Neste livro teremos poucas oportunidades de fazer estas conversões, mas se você estiver mais familiarizado com onças, polegadas e quartos (sistema inglês) do que com gramas, centímetros e litros (sistema decimal), então tente assimilar as noções de grandeza das unidades métricas mais comuns. Com esta finalidade, a Tabela 1.7 pode lhe ser útil.

1.8 *RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS NUMÉRICOS*

Um melhor entendimento sobre os princípios quantitativos da química é conseguido não apenas com leituras, mas com o seu uso. Em todo o livro há muitos exemplos de problemas químicos. Acompanhando-os do início ao fim, evite o recurso da simples

memorização; em vez disto, concentre a sua atenção no *porquê* do uso de cada método, e qual a sua aplicação.

ANALISE DIMENSIONAL

Para a resolução dos problemas faremos uma abordagem em que as dimensões de números (unidades), tais como centímetros, gramas ou segundos, são tratadas como quantidades algébricas. Esta técnica é chamada *análise dimensional.* A princípio, um problema de simples conversão de unidades pode ser considerado como uma ilustração do método.

Suponha que desejemos determinar quantas polegadas são equivalentes a 53,4 cm. Da Tabela 1.6, sabemos que:

$$1 \text{ in} = 2{,}54 \text{ cm}$$

Em outras palavras, há 2,54 cm por polegada. Agora, quantas polegadas há em 53,4 centímetros? Como cada 2,54 centímetros medem o comprimento equivalente a 1 polegada, necessitamos encontrar quantos destes segmentos de 2,54 cm equivalem a 53,4 cm. De um outro modo, precisamos encontrar quantas vezes 2,54 divide 53,4 cm, ou considerando as unidades quantas vezes 2,54 centímetro por polegada divide 53,4 centímetro. Algebricamente, o problema pode ser escrito:

$$\frac{53{,}4\text{cm}}{2{,}54\,\frac{\text{cm}}{\text{in}}} = 21{,}0 \text{ in}$$

Observe que as unidades são tratadas como quantidades algébricas, isto é:

$$\frac{\text{cm}}{\left(\frac{\text{cm}}{\text{in}}\right)} = \text{in}$$

Tabela 1.7 Medidas métricas aproximadas de alguns objetos comuns.

Distância (comprimento)	Diâmetro de um alfinete comum	0,5 mm
	Comprimento de uma colher de chá	15 cm
	Altura de um jogador de basquetebol	2,1 m
	Distância de uma corrida de maratona	42 km
Massa	Alfinete comum	50 mg
	Penny*	3 g
	Maçã	200 g
	Jogador de futebol americano	100 kg
Volume	Colher de chá	5 mL (= 5 cm^3)
	Copo de água	240 mL (= 240 cm^3)
	Bola de basquetebol	7,2 L (= 7,2 dm^3)

* Moeda inglesa.

A conversão consiste na divisão. A multiplicação conduziria a um resultado errôneo:

$$53{,}4 \text{ cm} \times 2{,}54 \frac{\text{cm}}{\text{in}} = 136 \frac{\text{cm}^2}{\text{in}}$$

Como a resposta é em *polegadas,* e não em *centímetros quadrados por polegada,* este fato seria um alerta de que esta não é a conversão correta. Ser cuidadoso, com as unidades não evita o erro nos cálculos aritméticos, mas é uma maneira de alertá-lo quanto a resoluções erradas.

OS FATORES UNITÁRIOS

Na resolução de problemas por meio de análise dimensional, são usados os *fatores unitários.* O método de uso destes fatores consiste na multiplicação de um número por uma relação conhecida, A título de exemplo, resolveremos o problema anterior com o uso dos fatores unitários.

Sabemos que 1 polegada e 2,54 centímetros são medidas equivalentes de um mesmo comprimento ou distância. Então,

$$1 \text{ in} = 2{,}54 \text{ cm}$$

A divisão de ambos os membros da igualdade por 2,54 cm resulta em:

$$\frac{1\ \text{in}}{2{,}54\ \text{cm}} = 1$$

A relação

$$\frac{1\ \text{in}}{2{,}54\ \text{cm}}$$

É denominada *fator unitário* por ser um fator igual à unidade, ou um. (Lembre-se: o numerador, 1 in, e o denominador, 2,54 cm, são medidas equivalentes ao mesmo comprimento).

Além disso, qualquer quantidade multiplicada pela unidade fica inalterada. A multiplicação de 53,4cm pelo fator unitário

$$\frac{1\ \text{in}}{2{,}54\ \text{cm}}$$

Fornece um comprimento equivalente a 53,4 cm, mas expresso em polegadas:

$$53{,}4\ \text{cm} \times \frac{1\ \text{in}}{2{,}54\ \text{cm}} = 21{,}0\ \text{in}$$

Novamente, a unidade cm foi cancelada e a resposta é dada em polegadas.

Exemplo 1.3 Se você tem 58,0 polegadas de altura, qual a sua altura em centímetros?

***Solução**:* Partindo-se da relação 2,54 cm = 1 in e dividindo-se ambos os membros por 1 in:

$$\frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \text{in}} = 1$$

Encontramos um fator unitário

$$\frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \text{in}}$$

Assim, podemos converter polegadas em centímetros:

$$58\ \text{in} \times \frac{2{,}54\text{cm}}{1\ \text{in}} = 147\ \text{cm}$$

Se, erroneamente, o fator

$$\frac{1 \text{ in}}{2{,}54 \text{ cm}}$$

Fosse utilizado, um exame das unidades revelaria o erro:

$$58{,}0 \text{ in} \times \frac{1 \text{ in}}{2{,}54 \text{ cm}} = 22{,}8 \frac{\text{in}^2}{\text{cm}}$$

Problema Paralelo: Se você mora a 3,25 quilômetros de uma loja próxima, quantas milhas deve dirigir para ir à loja? **Resposta**: 2,02 mi.

Exemplo 1.4 Aviões a jato freqüentemente voam a uma altitude de 8,0 milhas. A quantos metros esta altitude corresponde?

Solução: Da Tabela 1.6 vemos que 1 mi = 1,61 km. Desta informação, encontramos o fator unitário

$$\frac{1{,}61 \text{ km}}{1 \text{ mi}}$$

Que podemos usar para converter milhas em quilômetros:

$$8{,}0 \text{ mi} \times \frac{1{,}61 \text{ km}}{1 \text{ mi}} = 13 \text{ km}$$

Agora, para converter quilômetros em metros, necessitamos de outra equação de conversão. Da Tabela 1.5, obtemos:

$$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$$

Assim,

$$\frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 1$$

A última conversão pode ser feita:

$$13 \text{ km} \times \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 13 \times 10^3 \text{ m} \quad \text{ou} \quad 1{,}3 \times 10^4 \text{ m}$$

Observe que as duas conversões poderiam ser escritas seqüencialmente:

$$8{,}0 \text{ mi} \times \frac{1{,}61 \text{ km}}{1 \text{ mi}} \times \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 1{,}3 \times 10^4 \text{ m}$$

Problema Paralelo: Uma garrafa de bebida comporta 7,50 x 10^2 mL. A quantos quartos este volume corresponde? Resposta: 0,794 qt.

Exemplo 1.5 Você viaja em um carro à velocidade de 55 milhas por hora. A quantos metros por segundo corresponde esta velocidade?

***Solução**:* Neste exemplo precisamos converter milhas em metros e horas em segundos. As equações de conversão e os fatores unitários correspondentes são:

Equação de conversão	*Fator unitário*
1 mi = 1,61 km	$\frac{1{,}61 \text{ km}}{1 \text{ mi}}$
1 km = 10^3 m	$\frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}}$
1 h = 60 min	$\frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}}$
1 min = 60 s	$\frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}$

Usando todos estes fatores de conversão seqüencialmente, obtemos:

$$55 \frac{\text{mi}}{\text{h}} \times \frac{1{,}61 \text{ km}}{1 \text{ mi}} \times \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 25 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Problema Paralelo: Um caracol movimenta-se a 1,00cm/min. A quanto isto corresponde em pés por dia? **Resposta**: 47,2 pés/dia.

Exemplo 1.6 Um pedaço de madeira tem um volume de 4,5 in^3. Qual é o seu volume em centímetros cúbicos?

***Solução**:* Partindo-se da relação 2,54 cm = 1 in (Tabela 1.6) e dividindo-se ambos os membros por 1 in, obtemos:

$$\frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \text{in}} = 1$$

Como unidades de volume são unidades de comprimento elevadas ao *cubo*, então:

$$\left(\frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \text{in}}\right)^3 = 1^3 = 1$$

ou

$$\frac{16{,}4\ \text{cm}^3}{1\ \text{in}^3} = 1$$

Isto nos dá um novo fator unitário:

$$\frac{16{,}4\ \text{cm}^3}{1\ \text{in}^3}$$

E, agora, podemos converter polegadas cúbicas em centímetros cúbicos,

$$4{,}5\ \text{in}^3 \times \frac{16{,}4\ \text{cm}^3}{1\ \text{in}^3} = 74\ \text{cm}^3$$

Problema Paralelo: Uma garrafa contém 0,750 litros de leite. A quantas polegadas cúbicas corresponde este volume? **Resposta**: 45,8 in^3.

Comentários Adicionais

O uso de fatores unitários ou algum outro tipo de análise dimensional não garante que a sua resposta esteja correta. (Mesmo se as unidades parecerem corretas, você pode ter cometido um erro aritmético.) Por outro lado, se as unidades estiverem erradas, considere o fato como um sinal de alerta, pois certamente seu método de resolução está errado.

A DENSIDADE

Uma das propriedades que caracteriza uma substância é a sua densidade. Devido a sua importância, e porque os cálculos de densidade são exemplos do uso da análise dimensional, este é o momento ideal para a discussão desta grandeza. A **densidade** é definida como *a massa da unidade de volume de uma substância*, ou, simplesmente, *massa por unidade de volume*. A densidade de um objeto é calculada pela divisão da massa do objeto por seu volume, ou:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Qual o significado desta grandeza? A densidade expressa a quantidade de matéria presente em uma dada unidade de volume. Quando dizemos que o chumbo tem maior densidade do que o alumínio, isto significa que num dado volume de chumbo há mais matéria que no mesmo volume de alumínio. (Algumas vezes ouvimos dizer que o chumbo é mais pesado que o alumínio; esta afirmação é imprecisa. "Pesar mais" é interpretado por "ter maior massa que". O principal inconveniente da frase é a ausência da especificação do volume. Um metro cúbico de alumínio tem maior massa do que um centímetro cúbico de chumbo.).

As densidades de sólidos e líquidos são comumente expressas em *gramas por centímetro cúbico*, g/cm^3, unidades derivadas SI. (Lembre-se de que por causada equivalência do mililitro e do centímetro cúbico, a unidade *gramas por mililitro,* g/mL, embora não pertencente às unidades SI, equivale exatamente a gramas por centímetro cúbico.) Os gases são muito menos densos do que os outros estados da matéria, por isso a unidade SI *gramas por decímetro cúbico,* g/dm^3, é a mais conveniente. (A unidade equivalente *gramas por litro*, g/L, não pertencente às unidades SI, é ainda muito usada.) Os valores numéricos das densidades variam bastante, como se pode observar na Tabela 1.8.

Tabela 1.8 Densidades de algumas substâncias comuns (25°C, 1 atm). Os valores para as unidades comumente usadas são dados em negrito.

Substância	*Estado*	*Densidade, g/cm^3 (= g/mL)*	*Densidade, g/L (= g/dm^3)*
Água	Líquido	**0,997**	$9,97 \times 10^2$
Álcool etílico	Líquido	**0,789**	$7,89 \times 10^2$
Alumínio	Sólido	**2,70**	$2,70 \times 10^3$
Cera de abelha	Sólido	**0,96**	$9,6 \times 10^2$
Chumbo	Sólido	**11,3**	$1,13 \times 10^4$
Cloro	Gás	$2,90 \times 10^{-3}$	**2,90**
Diamante	Sólido	3,5	$3,5 \times 10^3$
Leite integral	Líquido	**1,03**	$1,03 \times 10^3$
Madeira balsa	Sólido	**0,12**	$1,2 \times 10^2$
Madeira de ébano	Sólido	**1,2**	$1,2 \times 10^3$
Mercúrio	Líquido	**13,6**	$1,36 \times 10^4$
Nitrogênio	Gás	$1,31 \times 10^{-3}$	**1,31**
Ouro	Sólido	**19,3**	$1,93 \times 10^4$
Prata	Sólido	**10,5**	$1,05 \times 10^4$
Zinco	Sólido	**7,1**	$7,1 \times 10^3$

Exemplo 1.7 Um pedaço de pau-brasil tem uma massa de 238,3 g e ocupa um volume de 545 cm^3. Calcule sua densidade em gramas por centímetro cúbico.

Solução:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

$$= \frac{238{,}3\ g}{545\ cm^3} = 0{,}437\ g/cm^3$$

Problema Paralelo: Um pedaço de carvalho tem um volume de 125 cm^3 e uma massa de 96,2 g. Qual a densidade do carvalho? Resposta: 0,770 g/cm^3.

Exemplo. l.8. A pedra preciosa rubi tem uma densidade de 4,10 g/cm^3.Qual é o volume de um rubi cuja massa é 6,7g?

Solução:

Método 1 (substituição dos valores na fórmula): Da definição de densidade:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

por rearranjo,

$$\text{volume} = \frac{\text{massa}}{\text{densidade}}$$

e por substituição, obtemos o volume:

$$\text{volume} = \frac{6{,}7\ g}{4{,}10\ g/cm^3} = 1{,}6\ cm^3$$

Método 2 (Uso do fator unitário): Do enunciado, o valor da densidade sugere a seguinte interpretação: 1 cm^3 de rubi tem uma massa de 4,10 g. Em outras palavras, 1 cm^3 e 4,10 g são *medidas equivalentes* da mesma quantidade de rubi. O símbolo ↔ é usado para expressar a equivalência:

$$1\ cm^3 \Leftrightarrow 4{,}10\ g$$

Desta equivalência podemos obter a relação:

$$\frac{1\ cm^3}{4{,}10\ g} = 1$$

A expressão à esquerda da igualdade é um fator unitário, e pode ser usada na conversão de gramas para centímetros cúbicos. Desse modo, 6,7 g de rubi ocupam um volume de:

$$6{,}7\ \text{g} \times \frac{1\ \text{cm}^3}{4{,}10\ \text{g}} = 1{,}6\ \text{cm}^3$$

Problema Paralelo: Qual o volume de um diamante (densidade= 3,52g/cm^3) que tem uma massa de 0,100 g? **Resposta**: 2,84 x 10^{-2} cm^3.

RESUMO

A *química* estuda a natureza, as propriedades, a composição e as transformações da matéria.

A aquisição do conhecimento científico em todas as ciências ocorre por meio de um procedimento sistemático e lógico, conhecido por *método científico,* brevemente descrito a seguir: os registros das *observações* são os *dados,* e estes são algumas vezes generalizados em *leis.* As propostas de explicação das observações são as *teorias* ou, quando tentativas, *hipóteses.* A importância das teorias e hipóteses reside na capacidade de previsão de novos comportamentos. Tais previsões sugerem novos experimentos, que fornecem novos dados, conduzindo a novas teorias e assim por diante.

A *matéria* é tudo o que tem massa e ocupa espaço. A *massa* é uma medida direta da quantidade de matéria do objeto. Tanto a inércia (resistência a modificação ao estado de movimento) quanto o peso (força de atração gravitacional da Terra) de um objeto são determinados pela sua massa. A massa de um objeto independe do local onde é medida. O peso, contudo, depende do local e, portanto, seu uso é limitado.

Um exemplo de matéria pode ser uma *substância pura,* ou uma *mistura.* Os três *estados da matéria* são: sólido, líquido e gás. Uma substância pura pode ser um *elemento,* substância simples e fundamental que não pode ser decomposta em outras, ou um *composto,* substância constituída por dois ou mais elementos combinados por uma razão definida em massa. Os elementos são representados por abreviações denominadas *símbolos químicos,* e os compostos, por *fórmulas químicas.*

Uma *fase* é uma região fisicamente distinta com um conjunto de propriedades uniformes. Um sistema (porção de matéria) que apresenta uma única fase é chamado *homogêneo;* e com duas ou mais fases, *heterogêneo.* A mistura homogênea é denominada *solução.*

A matéria pode sofrer *transformações físicas* e *químicas.* As *transformações físicas* são aquelas que não modificam a identidade das substâncias. Nas *transformações químicas,* entretanto, pelo menos uma substância, o *reagente,* é transformado em uma nova substância, o *produto.* Duas das leis das transformações químicas são a *lei da conservação das massas* (a soma das massas dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes), e a *lei da composição definida* (cada composto tem sua característica própria e composição em massa definida).

Energia é a capacidade de realizar trabalho. Há muitas formas de energia, entre as quais podemos citar a *energia mecânica,* que pode ser *cinética* (energia de movimento) ou *potencial* (energia de posição). A *lei da conservação de energia* estabelece que a energia pode ser transformada em diferentes formas, mas a energia total é conservada em qualquer transformação. Calor é a forma de energia que é transferida de um objeto mais quente para um mais frio. O calor absorvido por um objeto pode aumentar a sua temperatura, ou causar uma mudança de estado, tal como a fusão ou a ebulição. A *temperatura* de uma substância é a medida da energia cinética média das partículas constituintes da substância.

A medida de uma quantidade numérica é caracterizada pela sua *precisão* (reprodutibilidade) e sua *exatidão* (aproximação do valor correto). Um número com alta precisão tem muitos *algarismos significativos.* Os dígitos determinam o tamanho do número, e não meramente os zeros usados para posicionar a vírgula. Nas operações aritméticas, é importante prestar atenção ao número de algarismos significativos do resultado, de modo que este não tenha uma maior precisão do que a dos números usados no cálculo.

Os sistemas de unidades métricas são empregados há anos. Atualmente, a maior parte do mundo científico emprega aversão chamada *unidades SI.* Esta versão compreende sete unidades básicas e muitas unidades derivadas. Os múltiplos e submúltiplos das unidades básicas e derivadas são expressos pelo uso de prefixos que indicam potências de 10 positivas e negativas.

Nos cálculos numéricos atentar para as unidades é uma boa prática. Na *análise dimensional* unidades representam quantidades algébricas. Um método mais aperfeiçoado nestes cálculos é o do *fator unitário.*

A *densidade* é definida como massa por unidade de volume e expressa a quantidade de matéria presente em uma dada unidade de volume.

PROBLEMAS

*Nota: Aprenda a usar este livro como um texto de referência. Para resolver um problema, consulte o capítulo e o apêndice sempre que necessário. As respostas dos problemas assinalados com * estão no Apêndice J.*

O Método Científico

1.1 Discuta a função de cada termo para a aquisição do conhecimento científico:

(a) observações,

(b) dados,

(c) leis,

(d) hipóteses,

(e) teorias,

(f) experimentos.

1.2 Dizem que uma teoria bem testada e verificada pode tornar-se uma lei. A afirmação é correta? Explique.

1.3 De que modos as teorias fazem uso dos modelos?

1.4 Sob quais condições podemos provavelmente esquecer a distinção entre fato e teoria?

A Matéria

1.5 Defina: homogêneo, heterogêneo, fase, elemento, composto, solução.

1.6 Comente o ponto de fusão de: e explicar as diferenças.

(a) uma substância pura,

(b) uma mistura homogênea,

(c) uma mistura heterogênea.

1.7 O sal de cozinha é um composto de sódio e cloro. Como você sabe que não é uma mistura?

1.8 Explique como você pode distinguir entre os dois membros de cada um dos seguintes pares, e em cada caso mencione a propriedade usada para fazer a distinção:

(a) água líquida e gelo,

(b) água pura e água salgada,

(c) alumínio e cobre,

(d) água pura e álcool puro,

(e) oxigênio gasoso puro e nitrogênio gasoso puro,

(f) cera de parafina branca e plástico de polietileno branco,

(g) fibras de algodão e fibras de lã.

1.9 Da seqüência dada, indique qual é substância pura e qual é mistura: ferro, água, granito, cerveja, cloro, chocolate, magnésio, açúcar, álcool, ar empoeirado, ar limpo.

1.10 Quantas fases estão presentes em cada um dos seguintes sistemas bem-misturados:

(a) quartzo puro + areia,

(b) areia + sal,

(c) areia+ sal+ açúcar,

(d) areia + sal + açúcar + água líquida,

(e) areia + sal + açúcar + água + gasolina,

(f) areia + sal + açúcar + água + gasolina +cobre metálico,

(g) todos os precedentes + gelo,

(h) todos os precedentes + cerveja.

1.11 Suponha que lhe foi dada uma amostra de um líquido homogêneo. O que você faria a fim de determinar se é uma solução ou uma substância pura?

1.12 Compostos e soluções representam combinações de substâncias mais simples. Qual é a diferença entre eles? Como podem ser distinguidos no laboratório?

* 1.13 Um certo composto foi analisado e verificou-se que contém 34,0% do elemento X e 66,0% do elemento Y, em massa. Se X e Y reagem diretamente para formar o composto, quanto do composto pode ser preparado misturando-se:

(a) 34,0 g de X com 66,0 g de Y?

(b) 34,0 g de X com 100,0 g de Y?

(c) 100,0 g de X com 66,0 g de Y?,

(d) 100,0 g de X com 100,0 g de Y?

(e) 1,76 g de X com 2,30 g de Y?

1.14 O composto iodeto de sódio é constituído de 15,3% de sódio e 84,7% de iodo, em massa. A água é constituída de 88,9% de oxigênio e de 11,1% de hidrogênio, em massa. Supondo que 10,0 g de iodeto de sódio são dissolvidas em 65,0 g de água, calcule a percentagem de cada elemento na solução resultante.

A Energia, o Calor, e a Temperatura.

1.15 O que é calor? Qual a sua diferença com outras formas de energia?

1.16 Compare e diferencie energia cinética e potencial.

1.17 Descreva o que acontece com a energia cinética e potencial de uma bala que atravessa (a) verticalmente e (b) obliquamente o ar e depois cai na terra.

1.18 Compare a energia cinética de

(a)um automóvel de 1 x 10^3 kg com um de 5 x 10^2 kg, movendo-se com a mesma velocidade,

(b) um automóvel movendo-se a *60* km/h com outro idêntico movendo-se a *30* km/h.

(Dê uma resposta numérica para cada caso.).

1.19 Converta cada uma das seguintes temperaturas para graus Celsius:

(a) 70°F,

(b)'

25°F,

(c) *230°F.*

1.20 Converta cada uma das seguintes temperaturas para graus Fahrenheit:

(a) 70°C,

(b) 25°C,

(c) 230°C.

A Notação Exponencial e os Algarismos Significativos

1.21 Diga quantos algarismos significativos há em cada um dos seguintes números:

(a) 26,31

(b) 26,0l

(c) 20,01

(d) 20,00

(e) 0,206

(f) 0,00206

(g) 0,002060

(h) 2,06 x 10^{-3}

(i) 7,060 x 10^{-3}

(j) *606*

(k) 6,06 x 10^{2}

(o) 1,00 x 10^{21}

(m) 9,0000

n) 0,000004

1.22 Expresse cada um dos seguintes números em notação exponencial, com um dígito à esquerda da vírgula no coeficiente:

(a) 393,68,

(b) *0,1762*,

(c) 1,4 milhão,

(d) 0,000000723,

(e) 0,000000700,

(f) 0,0000007,

(g) 100,070,

(h) *1200* com dois algarismos significativos,

(i) 1200 com quatro algarismos significativos.

1.23 Arredonde cada um dos seguintes números com dois algarismos significativos:

(a) 67,8,

(b) *0,003648*,

(c) 0,00365,

(d) 9,272 x 10^{-34},

(e) $4,651 \times 10^{22}$,

(f) 127,

(g) $3240,1 \times 10^{-24}$

1.24 Faça as operações aritméticas indicadas, admitindo que cada número é resultado de uma medida experimental:

(a) 323 + 2,981,

(b) 29,368 - 0,004,

(c) 26,14 + 1,073 + 2,949,

(d) 4,673 - 10,1,

(e) 52~565+ 13,

(f) 126 x 3,9,

(g) 4,638 x 9,00,

1.25 Indique se cada uma das seguintes unidades é uma medida de comprimento, massa, volume ou tempo:

(a) m^3,

(b) ms,

(c) mg,

(d) nm,

(e) dm^3,

(f) mm,

(g) mm^3,

(h) kg,

(i) ns.

1.26 Qual o significado de cada um dos seguintes prefixos?

(a) mili,

(b) micro,

(c) nano,

(d) quilo,

(e) centi.

1.27 Converta cada uma das seguintes massas para gramas:

(a) 3,89 x 10^{-6} kg,

(b) 1,8 10^{4} mg,

(c) 3,23 x 10^{3} kg,

(d) 1,22x 10^{9} ng,

(e) 63 μg.

Análise Dimensional e Resolução de Problemas

1.28 Escreva os fatores de unidades para converter:

(a) polegadas em pés,

(b) pés em polegadas,

(c) milímetros em centímetros,

(d) centímetros em milímetros,

(e) gramas em miligramas

(f) mililitros em litros.

1.29 Escreva os fatores para converter:

(a) centímetros cúbicos em mililitros,

(b) decímetros cúbicos em litros,

(c) metros cúbicos em milímetros cúbicos,

(d) centímetros quadrado em metros quadrados.

1.30 Converta 17,6cm em

(a) mm,

(b) m,

c) km,

(d) nm.

1.31 Converta 468 g em

(a) kg,

(b) mg,

(c) ng.

1.32 Converta 5,0 g/cm^3 em:

(a) g/mL,

(b) g/L,

c) kg/mL,

(d) kg/L,

(e) kg/m^3,

(f) g/m^3.

1.33 Uma cesta contém 15 maçãs com uma massa total de 1,5 kg e custa CR$ 1,29. Responda às seguintes perguntas usando o conceito de fator unitário:

(a) Qual é a massa (em média) de uma maçã, em gramas?

(b) Qual é o preço (em média) de uma maçã em centavos?

1.34 Um certo automóvel percorre 13 km/L de gasolina. Qual é a sua "quilometragem" em milhas/galão?

Densidade

1.35 Qual é a densidade de

(a) um sólido, do qual 125 g ocupam um volume de 127 cm^3?

(b)um líquido, do qual 47 cm^3 têm uma massa de 42 g?

(c) um gás, do qual 10,0L têm uma massa de 12,6g?

1.36 As densidades dos gases são menores do que as dos líquidos. Explique.

1.37 Costuma-se dizer que o magnésio é um metal leve. Como este comentário pode ser expresso mais precisamente?

1.38 Um cubo de pau-brasil de 4,00 cm de aresta tem uma massa de 21,0 g. Qual é a densidade desta amostra de pau-brasi1?

1.39 Um certo sólido tem uma densidade de 10,7 g/cm^3.Qual o volume ocupado por 155 g deste sólido?

PROBLEMAS ADICIONAIS

1.40 Um cubo de metal de 5,00 cm de aresta tem uma massa de 647 g. A análise química de uma pequena amostra limada do cubo mostra que ó metal é ferro (densidade =7,86 g/cm^3). O que você pode dizer a respeito do cubo?

1.41 Em nível atômico, quais os dois fatores que determinam a densidade de urna substância?

1.42 Por que as densidades da maioria dos líquidos diminuem com o aumento da temperatura?

1.43 A densidade do ósmio é 22,6 g/cm^3.

(a) Qual é amassa em quilogramas de 1,00 de ósmio?

(b)A quantas libras esta massa corresponde?

1.44 A regra da multiplicação-divisão dada neste capítulo indica que: quando se divide 7 por 304, o quociente deve ser arredondado para somente um algarismo significativo. Resolva este problema como uma longa divisão e mostre que qualquer dígito posterior ao primeiro no quociente é completamente incerto e conseqüentemente não precisa ser considerado. (Lembre-se de que a adição de zeros no dividendo com a finalidade de "abaixá-los" não os faz algarismos significativos.).

1.45 Cada membro de uma classe usou uma régua para medir a largura da capa de um certo livro. Os resultados, todos expressos em polegadas, são os seguintes: 7,53; 7,90; 7,92; 7,53; 7,51; 7,89; 7,52; 7,54; 7,91; 7,93; 7,53; 7,54; 7,90; 7,91 e 7,52. Discuta estes resultados. Como você explicaria a obtenção destes resultados? Qual é o significado dos termos *precisão* e *exatidão* se aplicados para este conjunto de medidas?

1.46 Se sal de cozinha é adicionado a 100,0g de água a 25°C, a quantidade máxima de sal que pode ser dissolvida é sempre 36,1 g. Esta constância de composição significa que a água salgada é um composto? Explique.

1.47 Duas substâncias puras, A e B, são misturadas para formar um produto homogêneo C; não há excesso de A ou B. O que pode ser C? (Justifique sua resposta para cada possibilidade.).

1.48 Quando o mármore é aquecido intensamente, decompõe-se em um outro sólido e em um gás.

(a) O mármore é um elemento ou um composto?

(b) Se tanto o sólido quanto o gás são compostos que consistem em 2 elementos cada, o que se pode dizer do número de elementos do qual o mármore é composto?

1.49 Um certo composto tem uma massa de 17,08 g. Sabe-se que contém 2,70 g do elemento X, 9,64 g de Y,e o restante deZ. Quantos gramas deste composto podem ser preparados de:

(a) 27,0 g de X, 96,4 g de Y e 47,4 g de Z?,

(b)2,70 g de X, 9,64 g de Y e 10,0 g de Z?,

(c) 2,70 g de X, 10,0 g de Y e 10,0 g de Z?,

(d) 10,0g de X, 10,0g de Y e 4,74 g de Z?,

(e) 10,0g de X, 10,0g de Y, 10,0g de Z?,

(f) 62,8 g de X, 243,8 g de Y e 130,1g de Z?

1.50 O enxofre (S) queima em oxigênio (O) formando o composto dióxido de enxofre, cuja composição é 50,0% S e 50,0% O, em massa.

(a) Se 3,71 g de S são queimados, quantos gramas de dióxido de enxofre são formados?

(b) Se 4,08 g de O são consumidos na queima de certa quantidade de enxofre, quanto de dióxido de enxofre é formado?

1.51 O magnésio (Mg) queima em oxigênio (O) formando o composto óxido de magnésio, cuja composição é 60,3% de Mg e 39,7% de O, em massa.

(a) Se 9,79g de magnésio são queimados, quantos gramas de oxigênio são consumidos?

(b) Se 9,79 g de Mg são queimados, quantos g de óxido de magnésio são formados?

(c) Se 14,0 g de Mg são colocados em um recipiente com 9,0 g de O e queimados, qual elemento sobrará em excesso, após a ocorrência da reação? De quantos gramas é este excesso?

1.52 De cada um dos exemplos seguintes, dados aos pares, qual tem maior energia, potencial:

(a)uma bola de golfe ou uma bala de canhão, a 1 m acima da superfície da terra?

(b) uma bola de golfe a 1 m acima da superfície da terra ou uma bala de canhão a 2 m acima da superfície da terra?

(c)uma bola de golfe na superfície da terra ou uma bola de golfe a 1 m abaixo da superfície (em um buraco)?

1.53 Uma grande xícara tem uma massa de 122,3417 g e é preenchida com cada uma das seguintes substâncias, sucessivamente (nenhuma das substâncias é removida):

(a) 29,4831 g de água,

(b) 0,0126 g de sal,

(c) 3,232 g de açúcar,

(d) 10,99 g de leite,

(e) 17,2 g de vinagre,

(f) 66 g de molho de pimenta malagueta.

Calcule a massa total após a cada adição.

1.54 Proponha algumas razões contrárias à conversão para um sistema decimal de tempo.

1.55 A quanto equivale 65 milhas por hora em

(a) pés/s?

(b) m/s?

(c) km/h?

(d) cm/s?

1.56 Se 1,0 cm^3 de água tem uma massa de 1,0 g, qual é a massa em quilogramas de 1,0 galão de água?